# الفصل الأول / الإلكترونات في الذرات

## (1 – 1) الضوء وطاقة الكم

**الفكرة الرئيسة :** للضوء- وهو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي- طبيعة ثنائية موجية وجسمية

**الإشعاع الكهرومغناطيسي:** شكل من أشكال الطاقة الذي يسلك السلوك الموجي في أثناء انتقاله في الفضاء.

**خصائص الموجات:** الطول الموجي، التردد، سعة الموجة ، سرعة الموجة .

**الطول الموجي :** هو أقصر مسافة بين قمتين متتاليين، يرمز له بالرمز لمدا $\lambda$ ،

ويقاس بالأمتار أو السنتمترات أو النانومترات ($1nm=1x10^{-9}m$)

**التردد** هو عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خلال ثانية، ويرمز له بالرمز نيو $\upsilon$ ، ويقاس التردد بالهرتز،

$1Hz=1x10^{-6}MHz$ , $1Hz=1x10^{-3}$ KHz

**سعة الموجة:** مقدار ارتفاع القمة وانخفاض القاع عن مستوى خط الأصل .

**سرعة الموجة:** المسافة التي تقطعها الموجة في الثانية أثناء انتشارها،

سرعة الضوء المرئي ثابتة وهي تمثل سرعة الموجات = $3 x10^8$ m/s

**معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية**

$$c = \lambda \upsilon$$

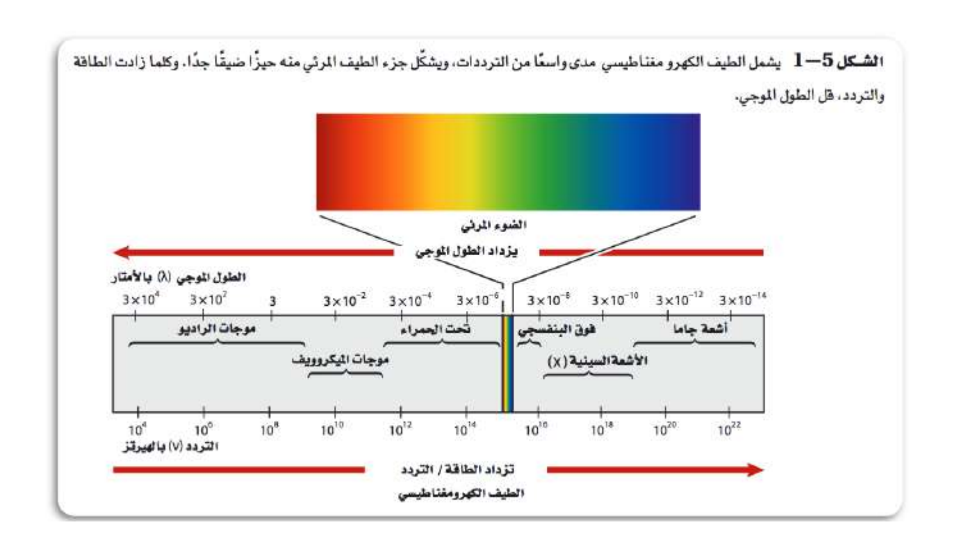
**( الطول الموجي والتردد يتناسبان عكسياً )** إذا زاد أحدهما قل الآخر .

يحتوي ضوء الشمس على مدى متصل من أطوال الموجات والترددات ( وهو مثال على الضوء الأبيض ) ،

وتسمى ألوان الطيف المرئي بالطيف المستمر.

**الطيف الكهرومغناطيسي** هو عبارة عن سلسلة من الموجات المتصلة التي تسير بسرعة الضوء والتي تختلف في التردد.

الطاقة تزداد بازدياد التردد (تناسب طردي بين التردد والطاقة).




**الشكل 5–1** يشمل الطيف الكهرو مغناطيسي مدى واسعًا من الترددات، ويشكّل جزء الطيف المرئي منه حيزًا ضيقًا جدًا. وكلما زادت الطاقة والتردد، قل الطول الموجي.

## الطبيعة المادية للضوء:

لم يستطع النموذج الموجي للضوء تفسير لماذا تطلق الأجسام فقط ترددات محددة من الضوء عند درجات حرارة معينة ؟ أو لماذا تطلق بعض الفلزات إلكترونات عندما يسقط عليها ضوء ذو تردد معين ؟

**الكم :** هو أقل كمية من الطاقة يمكن أن تكتسبها أو تفقدها الذرة .

- أكتشف الفيزيائي الألماني ماكس بلانك **الكم** .

**ثابت بلانك:** يساوي $6.626 \times 10^{-34}$ J.s ويرمز للجول بالرمز J

**التأثير الكهروضوئي:** تنبعث الإلكترونات المسماة الفوتوإلكترونات من سطح الفلز عندما يسقط عليه ضوء بتردد مساوٍ لتردد الفوتون أو أعلى منه.

| طاقة الكم | طاقة الفوتون |
| --- | --- |
| $E_{quantum} = h\nu$ | $E_{photon} = h\nu$ |

**الطبيعة الثنائية للضوء :** افترض أينشتاين لتوضيح التأثير الكهروضوئي أن للضوء طبيعة ثنائية موجية ومادية .

**الفوتون :** جسيم لا كتلة له يحمل كمًّا من الطاقة .

- اقترح أينشتاين أن لكل فوتون حد معين من الطاقة يؤدي لإطلاق الفوتوإلكترون من سطح الفز .

**طيف الانبعاث الذري :** مجموعة من ترددات الموجات الكهرومغناطيسية المنطلقة من ذرات العنصر .

- يتكون طيف الانبعاث الذري من خطوط منفصلة وليست متصلة كالطيف المرئي للضوء الأبيض .
- لكل عنصر طيف انبعاث ذري فريد ومميز يستخدم للتعرف على العنصر في مركباته .

# 2-1 نظرية الكم والذرة

**الفكرة الرئيسة:** تساعدك الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري و طاقة الذرة ومستويات الطاقة.

**حالة الاستقرار:** هي الحالة التي تكون إلكترونات الذرة فيها في أدنى طاقة .

**حالة الإثارة:** تحدث عندما تكتسب إلكترونات الذرة الطاقة.

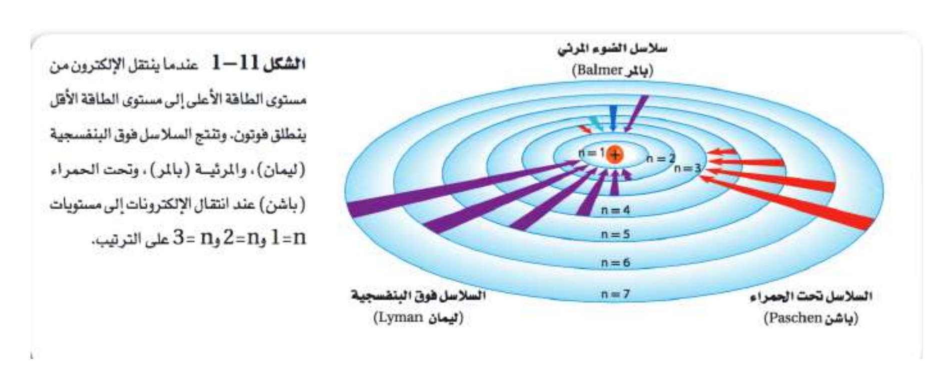
**العدد الكمي :** يمثل كل مدار بعدد صحيح ( n ) تسمى مستويات الطاقة وهي سبعة مستويات .

**طيف الهيدروجين الخطي :**

**سلسلة تحت الحمراء (باشن )** من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثالث n=3 .

**سلسلة الضوء المرئي (بالمر )** من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثاني n=2 .

**سلسلة فوق البنفسجي ( ليمان )** من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الأول n=1 .




**الشكل 11–1** عندما ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل ينطلق فوتون. وتنتج السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر)، وتحت الحمراء (باشن) عند انتقال الإلكترونات إلى مستويات n=1 وn=2 وn=3 على الترتيب.

**حدود نموذج بور( عيوب نموذج بور ):**

١- لم يستطع تفسير طيف أي عنصر آخر، ٢- لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات، ٣- هناك أدلة تؤكد أن الإلكترونات لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

إعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات.

معادلة دي برولي (العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية).

m تساوي كتلة الجسيمات.

**العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية**

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

**مبدأ هايزنبرج للشك:** من المستحيل معرفة سرعة الجسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة .

**معادلة شرودنجر الموجية :** اشتق شرودنجر معادلة على اعتبار أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة.

**النموذج الميكانيكي الكمي للذرة:** هو النموذج الذري الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات .

يحدد النموذج الميكانيكي الكمي طاقة الإلكترون بقيم معينة.

**المستوى :** هو منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد .

السحابة الإلكترونية تعني موقع الإلكترون نتيجة الكثافة الإلكترونية حول النواة .

**عدد الكم الرئيس (n):** هو الذي يشير إلى الحجم النسبي وطاقة المستويات .

**مستوى الطاقة الرئيسي :** يحدد بعدد الكم الرئيسي .

تم تحديد 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين وللذرات الأخرى، أعطيت أعدادًا (n) تتراوح بين 1 و 7 .

**مستويات الطاقة الثانوية :** تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على مستويات ثانوية .

المستويات الثانوية تمثَّل بالحروف ( s , p , d , f )

المستويات الثانوية تحوي عددًا من المستويات الفرعية تمثَّل بعدد المربعات للمستوى الفرعي ( عدد الغرف ) .

**أشكال المستويات الفرعية:**

مستويات s جميعها كروية الشكل، ومستويات p جميعها تتكون من فصين، أما مستويات f و d فأشكالها معقدة .

الشكل 16–1 يحتوي كل مستوى ثانوي على مستويات فرعية بأشكال مختلفة.

المستوى 1s — المستوى 2s — $p_x$ — $p_y$ — $p_z$

a. المستويات الفرعية s جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيس.

b. مستويات p الفرعية الثلاثة لها أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة x,y,z.

$d_{xy}$ — $d_{xz}$ — $d_{yz}$ — $d_{x^2-y^2}$ — $d_{z^2}$

c. أربعة من مستويات d الفرعية لها الشكل نفسه، ولكنها تقع على مستويات في اتجاهات مختلفة، أما المستوى الفرعي $d_{z^2}$ فله شكله المميز.

| الجدول 1-2 | مستويات الطاقة الرئيسة |
|---|---|
| مستوى الطاقة الرئيس | عدد الكم |
| K | 1 |
| L | 2 |
| M | 3 |
| N | 4 |
| O | 5 |
| P | 6 |
| Q | 7 |

| الجدول 1-3 | مستويات الطاقة الثانوية |
|---|---|
| عدد الإلكترونات التي يستوعبها | المستوى الثانوي |
| 2 | s |
| 6 | p |
| 10 | d |
| 14 | f |

| الجدول 1-4 | مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين | | |
|---|---|---|---|
| عدد الكم الرئيس (n) | أنواع المستويات الثانوية الموجودة | عدد المستويات الفرعية في المستويات الثانوية | مجموع المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس ($n^2$) |
| 1 | s | 1 | 1 |
| 2 | s<br>p | 1<br>3 | 4 |
| 3 | s<br>p<br>d | 1<br>3<br>5 | 9 |
| 4 | s<br>p<br>d<br>f | 1<br>3<br>5<br>7 | 16 |

# 3-1 التوزيع الإلكتروني

**الفكرة الرئيسة: يحدد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستخدام ثلاث قواعد.**

**التوزيع الإلكتروني:** هو ترتيب الإلكترونات في الذرة .

## قواعد التوزيع الإلكتروني:

١- **مبدأ أوفباو(البناء التصاعدي) :** إن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة.

٢- **مبدأ باولي ( للاستبعاد) :** إن عدد إلكترونات المستوى الفرعي الواحد يستحيل أن تزيد عن إلكترونين ، ويدور كل منها حول نفسه باتجاه معاكس للآخر .

٣- **قاعدة هوند :** إن الإلكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران، **قبل** أن تشغل الإلكترونات الإضافية اتجاه الدوران المعاكس في المستويات نفسها .

**طرق التوزيع الإلكتروني :** رسم مربعات المستويات ، الترميز الإلكتروني ، ترميز الغاز النبيل .

**رسم ربعات المستويات :** ↑↓ ↑↓ ↑↓↑↓↑↓ ↑ — 1s 2s 2p 3s — رسم المربعات

**الترميز الإلكتروني :** يعبر عن مستوى الطاقة الرئيس والمستويات الثانوية المرتبطة مع كل االمستويات الفرعية في الذرة، مثال / يكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم Na بطريقة رسم المربعات وبالترميز الإلكتروني .

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ — الترميز الإلكتروني

**ترميز الغاز النبيل ( طريقة مختصرة ):**

يمكن اختصار التوزيع الإلكتروني، مثال اختصار توزيع الصوديوم: $[Ne]\ 3s^1$ .

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d
7s 7p

ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات

## استثناءات التوزيع الإلكتروني

التوزيع الإلكتروني المتوقع للكروم $_{24}Cr\ [Ar]\ 4s^1\ 3d^5$ ، والصحيح للكروم $_{24}Cr\ [Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

التوزيع الإلكتروني المتوقع للنحاس $_{29}Cu\ [Ar]\ 4s^2\ 3d^9$ ، والصحيح للنحاس $_{29}Cu\ [Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$

وهذه الحالة من الإستقرار تكون فقط للمستويات نصف الممتلئة والممتلئة للمستويين s و d .

**إلكترونات التكافؤ :** تحدد إلكترونات التكافؤ الخواص الكيميائية للعنصر

**إلكترونات التكافؤ:** هي إلكترونات المستوى الخارجي للذرة (مستوى الطاقة الرئيس الأخير).

**التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)**

تمثيل إلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية باستخدام طريقة مختصرة .

# الفصل الثاني : الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

## (1-2) تطور الجدول الدوري

**الفكرة الرئيسة:** لقد تطور الجدول الدوري تدريجيًا مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.

**تطور الجدول الدوري :** الجدول 2-2 يلخص مساهمات جون نيولاندز وماير ومندليف وموسلي .

ينسب الجدول الدوري الحديث إلى مندليف ، وذلك لتركه مواقع شاغرة في الجدول لعناصر لم تكتشف بعد.

**تدرج الخواص :** **موسلي** وجد تكرار خواص العناصر عند ترتيبها تصاعديا حسب أعدادها الذرية .

| الجدول 2-2 | المساهمات في تصنيف العناصر |
| --- | --- |
| جون نيولاندز 1837-1898م<br>• رتب العناصر تصاعديًا وفق الكتل الذرية.<br>• لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر.<br>• وضع قانون الثمانيات. | |
| لوثر ماير 1830-1895م<br>• أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.<br>• رتب العناصر تصاعديًا وفق الكتل الذرية. | |
| ديمتري مندليف 1834-1907م<br>• أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.<br>• رتب العناصر تصاعديًا وفق الكتل الذرية.<br>• تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها. | |
| هنري موزلي 1887-1915م<br>• اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سمّاه العدد الذري.<br>• رتب العناصر تصاعديًا وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر. | |

## الجدول الدوري الحديث

**المجموعات ( العائلات ):** تمثل الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري .

**الدورات :** الصفوف الأفقية في الجدول الدوري .

**العناصر الممثلة :**

وتسمى المجموعات الرئيسة وهي المجموعات (13-18) , 2 , 1

**العناصر الانتقالية :** تمثل المجموعات من (3-12) .

تصنف العناصر إلى فلزات وأشباه فلزات ولافلزات .

**الفلزات:** قابلة للطرق والسحب ، لهابريق ولمعان ، موصلة جيدة للحرارة والكهرباء ، درجات غليانها وانصهارها عالية. الزئبق هو السائل الوحيد فيها.

**الفلزات القلوية:** **هي عناصر المجموعة الأولى** ، وهي نشطة كيميائياً .

منها الصوديوم Na أحد مكونات ملح الطعام ، والليثيوم Li المستخدم في البطاريات .

**الفلزات القلوية الأرضية :** **هي عناصر المجموعة الثانية** ، وهي نشطة كيميائياً ولكنها أقل نشاطاً من القلوية.

منها الكالسيوم والمغنيسيوم المفيدة لصحة الجسم ، ويستخدم الماغنيسيوم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية ومنها الحواسيب المحمولة .

**الفلزات الانتقالية :** **هي عناصر الفئة d**

**الفلزات الانتقالية الداخلية :** **هي عناصر الفئة f** وتنقسم إلى سلسلتين هما اللانثانيدات والأكتنيدات .

**اللافلزات :** هي غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء .

البروم هو السائل الوحيد فيها .

**الهالوجينات: هي عناصر المجموعة 17** وهي نشطة كيميائيًا .

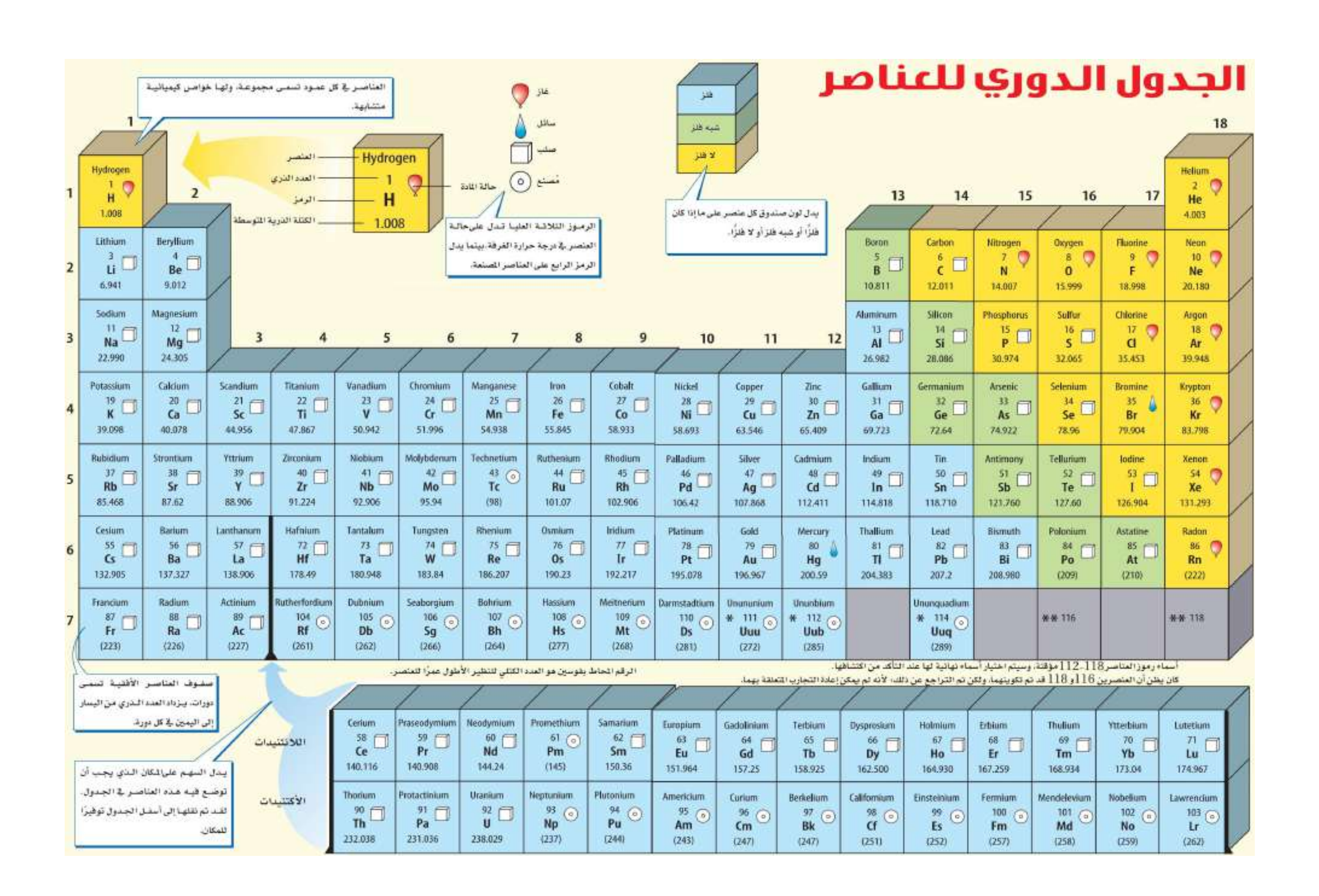
ومنها الفلور المستخدم في صنع معجون الأسنان للحماية من التسوس .

**الغازات النبيلة : هي عناصر المجموعة 18** وتستخدم في صنع المصابيح الكهربائية ولوحات النيون .

**أشباه الفلزات :** لها خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات .

ومنها السيلكون Si والجرمانيوم Ge التي تستخدم في صنع رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية ،

ويستخدم السليكون أيضًا في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع .



# (2-2) تصنيف العناصر

**الفكرة الرئيسة :** رتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات ودورات حسب أعدادها الذرية.

## ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني :

**رقم المجموعة :** يحدد من عدد إلكترونات التكافؤ في المجال الأخير من التوزيع الإلكتروني .

**رقم الدورة :** يحدد من أعلى رقم مستوى في التوزيع الإلكتروني .

**المجال الأخير ( مجال التكافؤ ) :** يمثل بآخر مستوى s ومابعده في التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر.

## عناصر الفئات : ( s , p , d , f )

يوجد في الجدول الدوري أربع فئات للعناصر وتعرف حسب آخر مستوى ثانوي في التوزيع الإلكتروني .

### عناصر الفئة s

تشمل عناصر المجموعتين الأولى والثانية وذلك لأن المجال s يتسع لإلكترونين فقط .

### عناصر الفئة p

تشمل ست مجموعات وهي **المجموعات من (13-18)** وذلك لأن **مجال p** يتسع لست إلكترونات فقط .

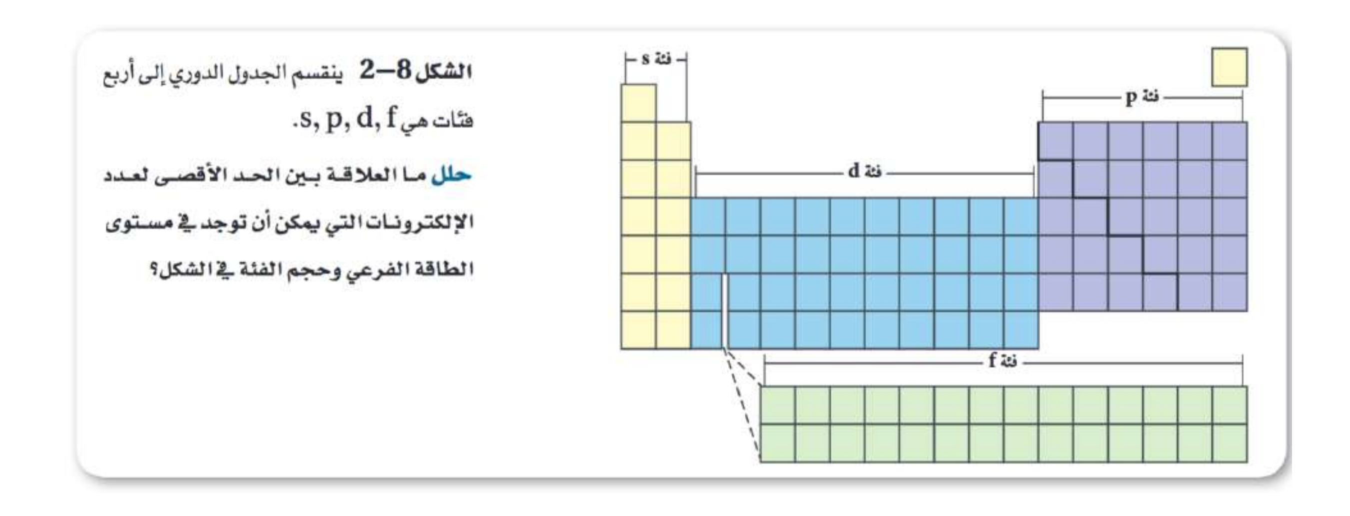
### عناصر الفئة d

تشمل عشر مجموعات وهي **المجموعات من ( 3-12 )** وذلك لأن **مجال d** يتسع لعشرة إلكترونات فقط .

### عناصر الفئة f

تشمل أربعة عشر عموداً فقط ، وذلك لأن **مجال f** يتسع لأربعة عشر إلكترون فقط .

وتسمى عناصرها بالعناصر الانتقالية الداخلية وهي **متسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات** .




**الشكل 8–2** ينقسم الجدول الدوري إلى أربع فئات هي s, p, d, f.

**حلل** ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى الطاقة الفرعي وحجم الفئة في الشكل؟

# (3-2) تدرج خواص العناصر

**الفكرة الرئيسة :** يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات و قابليتها لفقدان إلكترونات أو اكتسابها .

## نصف قطر الذرة :

**نصف قطر ذرة الفلز :** هو نصف المسافة بين بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري .

**نصف قطر ذرة اللافلز :** هو نصف المسافة بين نوى ذرتين متطابقتين ومتحدتين كيميائياً .

## تدرج نصف القطر الذري في الدورات :

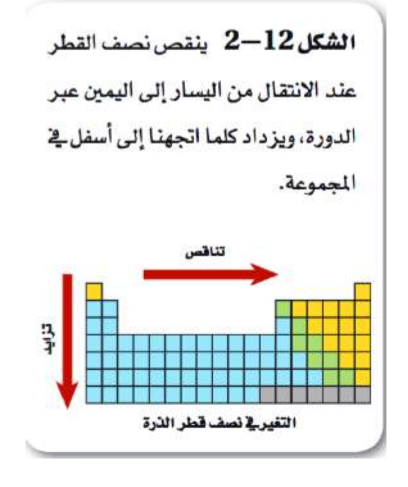
**(علل) يقل نصف القطر في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟**

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة مما يزيد قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيقل الحجم الذري .

## تدرج نصف القطر الذري في المجموعات :

**(علل) يزداد نصف القطر في المجموعة بزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل المجموعة ؟**

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة فيزيد حجم المستويات الرئيسة في الذرة .



**الشكل 12–2** ينقص نصف القطر عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، ويزداد كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة.



الشكل 2-13
a. الأيونات الموجبة أصغر حجمًا من ذراتها المتعادلة.
b. الأيونات السالبة أكبر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

## نصف قطرالأيون :

**الأيون:** هو ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة.

**الأيون الموجب:** يتكون عندما تفقد الذرة إلكترون أو أكثر . ولذلك يقل حجم الأيون الموجب عن ذرته المتعادلة .

**الأيون السالب:** يتكون عندما تكتسب الذرة إلكترون أو أكثر. ولذلك يزيد حجم الأيون السالب عن ذرته المتعادلة.



**الشكل 15–2** يلخص الشكل التغير العام في نصف قطر الأيون.

**طاقة التأين:** هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية.

**طاقة التأين الأولى:** هي الطاقة التي نحتاجها لإزالة أول إلكترون من الذرة.

**طاقة التأين الثانية :** الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثاني من الأيون أحادي الشحنة الموجبة.

**طاقة التأين الثالثة :** الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة .

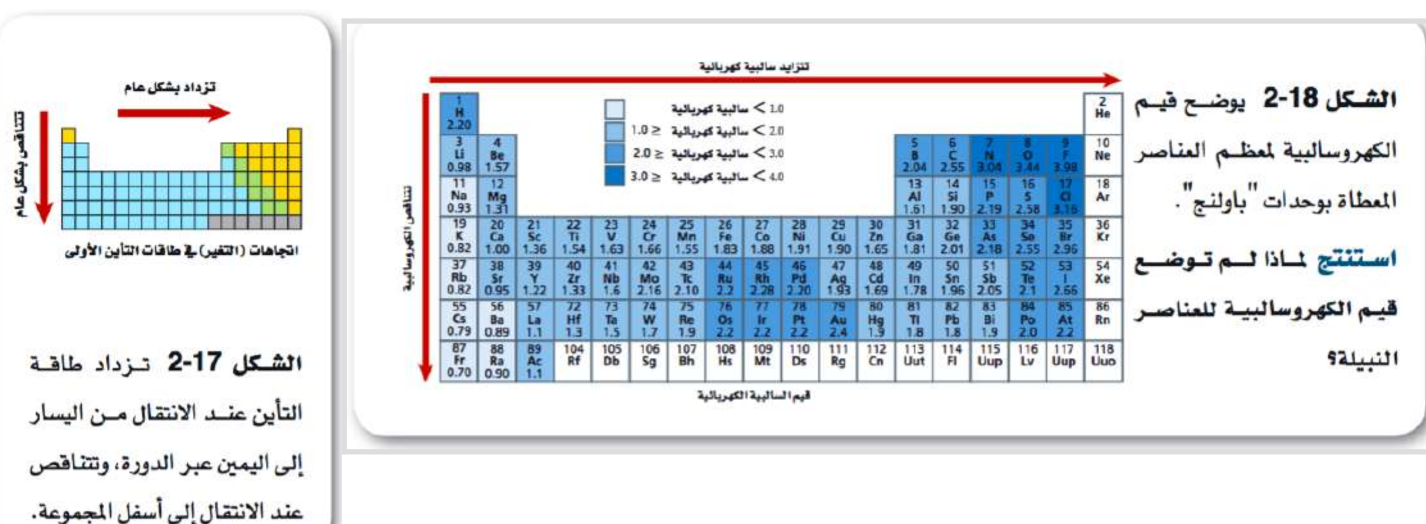
**(علل) تزيد طاقة التأين في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟**

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة.

**(علل) تقل طاقة التأين في المجموعة بزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل المجموعة ؟**

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة فتبتعد إلكترونات التكافؤ عن النواة فيسهل فقدها .

**الكهروسالبية:** هي مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية.




**الشكل 2-18** يوضح قيم الكهروسالبية لمعظم العناصر المعطاة بوحدات "باولنج". **استنتج** لماذا لم توضع قيم الكهروسالبية للعناصر النبيلة؟

**الشكل 2-17** تزداد طاقة التأين عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.

**(علل) تزيد الكهروسالبية في الدورة بزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الدورة ؟**

بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة فتزيد قوة جذب إلكترونات التكافؤ .

**(علل) تقل الكهروسالبية في المجموعة بزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل المجموعة ؟**

بسبب زيادة عدد المستويات الرئيسة فتبتعد إلكترونات التكافؤ عن النواة .

**القاعدة الثمانية:** تعني أن الذرة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير لتصل لتركيب ممتلئ مثل تركيب الغازات النبيلة .

# الفصل الثالث

# المركبات الأيونية والفلزات

## 3-1 تكون الأيون

**الفكرة الرئيسة:** تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل الى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرارا.

**الرابطة الكيميائية:** عبارة عن قوة تجاذب بين ذرتين أو أكثر من خلال فقد الذرة للإلكترونات أو إكتسابها أو المساهمة بالاشتراك مع ذرة أو ذرات أخرى

**تكوين الأيون الموجب ( الكاتيون ) :** عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحدا أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل ، **ويسمى الأيون الموجب بالكاتيون** .

**الفلزات :** إن ذرات الفلزات نشطة كيميائيًا ، لأنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة،

وفلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطاً في الجدول الدوري.

**اللافلزات :** تميل عناصر اللافلزات الموجودة يمين الجدول الدوري إلى اكتساب إلكترونات بسهولة لتحصل على توزيع إلكتروني خارجي مستقر .

- تكتسب بعض اللافلزات عددًا من الإلكترونات ، وعندما تضاف إلى إلكترونات تكافئها تصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر إستقرار .

**تكوين الأيون السالب ( الأنيون ) :** عندما تكتسب الذرة إلكترون أو أكثر لتصل إلى التوزيع الإلكتروني المشابهة للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل ، **ويسمى الأيون السالب بالأنيون .**

11 e⁻ (−11) — 11p (+11) — ذرة صوديوم متعادلة → 11 p (+11) — 10 e⁻ (−10) — أيون صوديوم + e⁻

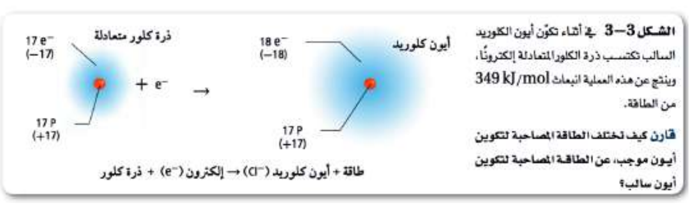
$Na$ ذرة صوديوم + طاقة → $Na^+$ أيون صوديوم + $e^-$ إلكترون

**الشكل 3-1** يتكون الأيون الموجب عند فقد الذرة المتعادلة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ. تحتوي الذرة المتعادلة كهربائيًا على أعداد متساوية من البروتونات والإلكترونات، في حين يحتوي الأيون الموجب على عدد من البروتونات أكبر من عدد الإلكترونات.

**حلّل** هل يحتاج انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة إلى امتصاص الطاقة أم انبعاثها؟

**الجدول 3-1 أيونات المجموعات 1و 2 و 13**

| المجموعة | التوزيع | شحنة الأيون المتكون |
|---|---|---|
| 1 | [غاز نبيل] $ns^1$ | (+1) عند فقد الإلكترون $s^1$ |
| 2 | [غاز نبيل] $ns^2$ | (+2) عند فقد الإلكتروني $s^2$ |
| 13 | [غاز نبيل] $ns^2np^1$ | (+3) عند فقد الإلكترونات $s^2p^1$ |




**الشكل 3-3** في أثناء تكوّن أيون الكلوريد السالب تكتسب ذرة الكلور المتعادلة إلكترونًا، وينتج عن هذه العملية انبعاث 349 kJ/mol من الطاقة.

**قارن** كيف تختلف الطاقة المصاحبة لتكوين أيون موجب، عن الطاقة المصاحبة لتكوين أيون سالب؟

**الجدول 3-2 أيونات المجموعات من 15 إلى 17**

| المجموعة | التوزيع الإلكتروني | شحنة الأيون المتكون |
|---|---|---|
| 15 | [غاز نبيل] $ns^2np^3$ | (−3) عند اكتساب ثلاثة إلكترونات |
| 16 | [غاز نبيل] $ns^2np^4$ | (−2) عند اكتساب إلكترونين |
| 17 | [غاز نبيل] $ns^2np^5$ | (−1) عند اكتساب إلكترون واحد |

# 2 – 3 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

**الفكرة الرئيسية: تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكون مركبات أيونية متعادلة كهربائيا.**

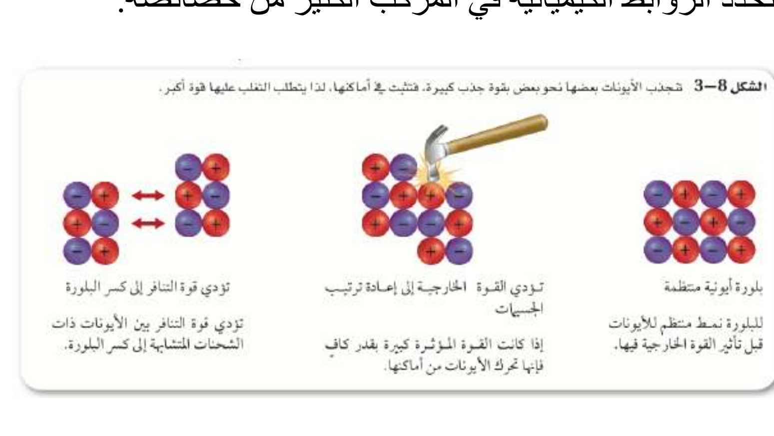
**الرابطة الأيونية:** هي القوة الكهروستاتيكية التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية.

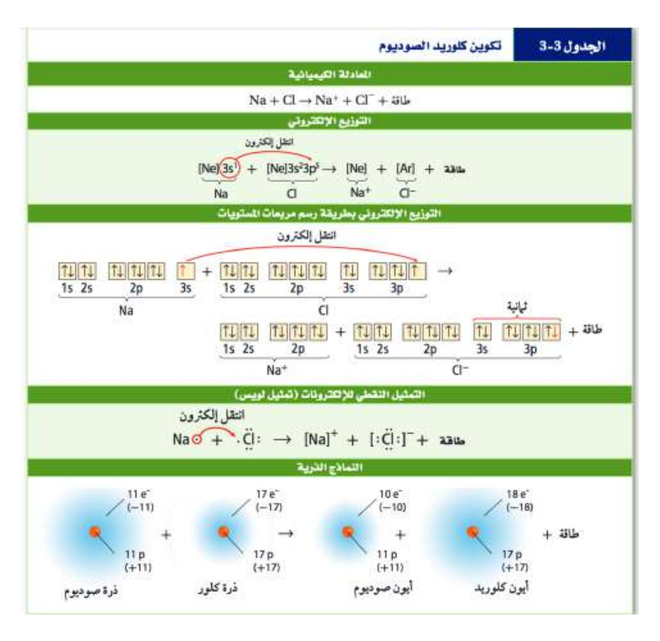
**المركبات الأيونية:** تسمى المركبات التي تحتوي على روابط أيونية

**المركبات الأيونية الثنائية:** هي مركبات تتكون من عنصرين مختلفين مثل كلوريد الصوديوم

## خواص المركبات الأيونية :

تحدد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه.




**البناء الفيزيائي :** يحتوي البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية على عدد كبير من الأيونات الموجبة والسالبة، ويتحدد عددها بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز إلى ذرات اللافلز.

**الشبكة البلورية:** هي ترتيب هندسي للجسيمات ثلاثي الأبعاد يحاط فيها الأيون الموجب بالأيونات السالبة.

**الخواص الفيزيائية:** يعد كل من درجة الغليان والانصهار والصلابة من الخواص الفيزيائية للمادة التي تعتمد على مدى قوة جذب الجسيمات المكونة للمادة بعضها لبعض، وتعتمد المقدرة على التوصيل الكهربائي على توافر جسيمات مشحونة حرة الحركة .

**( علل؟ ) لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء ، بينما توصل محاليها ومصاهيرها الكهرباء .**

لأن المحلول والمصهور تكون أيوناته حرة الحركة بعكس المواد الصلبة التي تكون أيوناته محدودة الحركة.

**الإلكتروليت:** هو المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي .

تمتاز البلورات الأيونية أيضًا بالقوة والصلابة والهشاشة بسبب قوة التجاذب التي تثبت الأيونات في أماكنها.

**طاقة الشبكة البلورية :** هي الطاقة التي تلزم لفصل أيونات مول واحد من المركب الأيوني .

- تتأثر طاقة الشبكة البلورية بمقدار شحنة الأيون ،
- كلما زادت الشحنات كلما زادت طاقة الشبكة البلورية ( طردي) .

**( علل؟ ) طاقة الشبكة البلورية لـ MgO أكبر من NaF ؟** لأن عدد الشحنات له أكبر .

- ترتبط طاقة الشبكة البلورية بصورة مباشرة بحجوم الأيونات المرتبطة معًا.
- كلما زاد نصف قطر الذرات كلما قلّت طاقة الشبكة البلورية ( عكسي ) .

**( علل؟ ) طاقة الشبكة البلورية لـ NaF أكبر من KF ؟** لأن نصف قطر الصوديوم أصغر من البوتاسيوم .

## 3-3 صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

**الفكرة الرئيسة:** عند تسمية المركبات الأيونية يذكر الأيون السالب أولا متبوعا بالأيون الموجب.

أما كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولا متبوعا برمز الأيون السالب.

**وحدة الصيغة الكيميائية :** هي الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني .

**عدد التأكسد :** عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة في أثناء التفاعل الكيميائي.

**الأيونات عديدة الذرات :** هي الأيونات المكونة من أكثر من ذرة واحدة.

**الجدول 3-6 أيونات أحادية الذرة**

| المجموعة | الذرات التي تكون الأيونات | شحنة الأيون |
|---|---|---|
| 1 | H, Li, Na, K, Rb, Cs | +1 |
| 2 | Be, Mg, Ca, Sr, Ba | +2 |
| 15 | N, P, As | −3 |
| 16 | O, S, Se, Te | −2 |
| 17 | F, Cl, Br, I | −1 |

**الجدول 3-7 أيونات فلزية أحادية الذرة**

| المجموعة | الأيونات الشائعة |
|---|---|
| 3 | $Sc^{3+}$, $Y^{3+}$, $La^{3+}$ |
| 4 | $Ti^{2+}$, $Ti^{3+}$ |
| 5 | $V^{2+}$, $V^{3+}$ |
| 6 | $Cr^{2+}$, $Cr^{3+}$ |
| 7 | $Mn^{2+}$, $Mn^{3+}$, $Tc^{2+}$ |
| 8 | $Fe^{2+}$, $Fe^{3+}$ |
| 9 | $Co^{2+}$, $Co^{3+}$ |
| 10 | $Ni^{2+}$, $Pd^{2+}$, $Pt^{2+}$, $Pt^{4+}$ |
| 11 | $Cu^{+}$, $Cu^{2+}$, $Ag^{+}$, $Au^{+}$, $Au^{3+}$ |
| 12 | $Zn^{2+}$, $Cd^{2+}$, $Hg_2^{2+}$ |
| 13 | $Al^{3+}$, $Ga^{2+}$, $Ga^{3+}$, $In^{+}$, $In^{2+}$, $In^{3+}$, $Tl^{+}$, $Tl^{3+}$ |
| 14 | $Sn^{2+}$, $Sn^{4+}$, $Pb^{2+}$, $Pb^{4+}$ |

**الجدول 3-8 الأيونات العديدة الذرات**

| الاسم | الأيون | الاسم | الأيون |
|---|---|---|---|
| الأمونيوم | $NH_4^{+}$ | البيرايودات | $IO_4^{-}$ |
| النيتريت | $NO_2^{-}$ | الأسيتات(الخلات) | $CH_3COO^{-}$ |
| النترات | $NO_3^{-}$ | الفوسفات الثنائية الهيدروجين | $H_2PO_4^{-}$ |
| الهيدروكسيد | $OH^{-}$ | الكربونات | $CO_3^{2-}$ |
| السيانيد | $CN^{-}$ | الكبريتيت | $SO_3^{2-}$ |
| البرمنجنات | $MnO_4^{-}$ | الكبريتات | $SO_4^{2-}$ |
| البيكربونات | $HCO_3^{-}$ | الثيوكبريتات | $S_2O_3^{2-}$ |
| الهيبوكلورايت | $ClO^{-}$ | البيروكسيد | $O_2^{2-}$ |
| الكلورايت | $ClO_2^{-}$ | الكرومات | $CrO_4^{2-}$ |
| الكلورات | $ClO_3^{-}$ | ثنائي الكرومات | $Cr_2O_7^{2-}$ |
| البيركلورات | $ClO_4^{-}$ | الفوسفات الهيدروجينية | $HPO_4^{2-}$ |
| البرومات | $BrO_3^{-}$ | الفوسفات | $PO_4^{3-}$ |
| الأيودات | $IO_3^{-}$ | الزرنيخات | $AsO_4^{3-}$ |

**الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية :**

**أمثلة :**

| أكسيد الألمنيوم | أكسيد البوتاسيوم | كلوريد المغنيسيوم | كبريتيد الكالسيوم |
|---|---|---|---|
| $Al_2O_3$ | $K_2O$ | $MgCl_2$ | CaS |

## صيغ المركبات الأيونية عديدة الذرات

**أمثلة :**

| هيدروكسيد الصوديوم | كرومات الفضة | فوسفات الكالسيوم | فوسفات الأمونيوم |
|---|---|---|---|
| $NaOH$ | $Ag_2CrO_4$ | $Ca_3(PO_4)_2$ | $(NH_4)_3PO_4$ |

**الأيون الأكسجيني السالب:** أيون عديد الذرات يتكون من عنصر لافلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين .

**الجدول 3-9** تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنيتروجين

- عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.
- عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع ( يت) إلى آخره.

| $SO_3^{2-}$ | $SO_4^{2-}$ | $NO_2^-$ | $NO_3^-$ |
|---|---|---|---|
| كبريتيت | كبريتات | نيتريت | نترات |

**الجدول 3-10** طرائق تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكوّنها الكلور

- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) عند بداية الاسم، وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرّة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل من ثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

| $ClO_4^-$ | $ClO_3^-$ |
|---|---|
| بيركلورات | كلورات |
| $ClO_2^-$ | $ClO^-$ |
| كلوريت | هيبوكلوريت |

**تسمية المركبات الأيونية :** راجع الخطوات الكتاب صـ١٠١ـــفحة

**أمثلة :**

| اسم المركب | صيغة المركب |
|---|---|
| أكسيد الحديدII (الثنائي) | $FeO$ |
| أكسيد الحديدIII (الثلاثي) | $Fe_2O_3$ |
| كبريتيد الأمونيوم | $(NH_4)_2S$ |
| بيركلورات الأمونيوم | $NH_4ClO_4$ |
| كبريتيت الألمنيوم | $Al_2(SO_3)_3$ |
| نترات النحاس II | $Cu(NO_3)_2$ |

# 3-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

**الفكرة الرئيسة:** تكون الفلزات شبكات بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

**نموذج بحر الإلكترونات:** تتداخل مستويات الطاقة الخارجية بعضها في بعض .

**الإلكترونات الحرة :** لاترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في الذرات الفلزية بأي ذرة محددة، وتعرف بالإلكترونات الحرة الحركة .



**الشكل 3-10** تتوزع إلكترونات التكافؤ للفلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بانتظام حول الأيونات الفلزية الموجبة (التي تبدو باللون الأحمر). وتؤدي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة وبحر الشحنات السالبة إلى ربط ذرات الفلز بعضها مع بعض في الشبكة الفلزية.

**فسر** لماذا تعرف إلكترونات الفلزات بالإلكترونات الحرة؟

**الرابطة الفلزية :** هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.

**خواص الفلزات:**

- **درجتا الغليان والإنصهار:** عادة تكون عالية ،

إلا أن درجة الانصهار ليست مرتفعة جدا مثل الغليان **( علل ؟ )**

لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الحركة في الفلز ليست بحاجة لطاقة كبيرة لجعلها تتحرك .

- **قابلية الطرق والسحب:** طرقها كألواح وسحبها كأسلاك .
- **موصلة جيدة للحرارة والكهرباء: ( علل ؟ )** بسبب وجود الإلكترونات الحرة الحركة التي تقوم بنقل الحرارة والكهرباء من مكان لآخر .
- **البريق واللمعان :** لتفاعل الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاصه ثم اطلاقه كفوتوإلكترونات.
- **الصلابة والقوة :** كلما زادت الإلكترونات الحرة الحركة كلما زادت الصلابة والقوة .
- الروابط الفلزية في الفلزات الانتقالية أقوى من الفلزات القلوية من حيث الصلابة **( علل ؟ )** لأن الفلزات الانتقالية تحوي إلكترونات حرة الحركة أكثر من الفلزات القلوية ( إلكترون واحد).

**السبيكة:** هي خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية الفريدة.

**خواص الفزات :** تختلف خواص السبائك قليلاً عن خواص عناصرها المكونة لها .

**أمثلة للسبائك الفلزية :** الفولاذ ، البرونز ، الحديد الصلب ، الذهب عيار .

# الفصل الرابع / الروابط التساهمية

## (4-1) الرابطة التساهمية

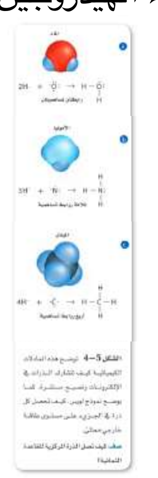
**الفكرة الرئيسة :** تستقر ذرات بعض العناصر عندما تتشارك في إلكترونات تكافؤها لتكوين رابطة تساهمية.

**الرابطة التساهمية:** الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلاً من الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج إلكترونات أو أكثر.

**الجزيء:** يتكون عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهمية.

تتكون الجزيئات الثنائية الذرات عند مشاركة ذرتين من نفس العنصر $H_2$ / $O_2$ / $N_2$ / $I_2$ / $Br_2$ / $Cl_2$ / $F_2$

- **الرابطة التساهمية الأحادية :** عندما يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين رابطة، كما في جزيء الهيدروجين.
- عادة ما يُشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة.



**تركيب لويس Lewis structure:** هوترتيب إلكترونات التكافؤ في الجزيء ( التمثيل النقطي).

**المجموعة 17 والروابط التساهمية الأحادية :** تكون رابطة واحدة مثل الفلور $F_2$

**المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية :** تكون رابطتين مثل الماء $H_2O$

**المجموعة 15 والروابط التساهمية الأحادية :** تكوين ثلاث روابط مثل الأمونيا $NH_3$

**المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية :** تكوين أربع روابط مثل الميثان $CH_4$

**روابط سيجما (σ) :** تسمى الروابط التساهمية الأحادية بالرابطة سيجما. تتكون هذه الرابطة عند تتداخل مستويات تكافؤهما تداخلا رأسيا ( رأسا مقابل رأس ) .

تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل مجال s مع s آخر أو مع مجال p، أو عند تداخل مجال p مع مجال p آخر.

**الروابط الثنائية:** تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينها.

**الروابط الثلاثية :** تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان في ثلاثة أزواج من الإلكترونات فيما بينها.

**الرابطة باي π :** تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي واحدة على الأقل .

- **تتكون هذه الرابطة عندما تتداخل مجالات p الفرعية المتوازية وتشترك في الإلكترونات.**

**الرابطة التساهمية المتعددة:** تتألف من **رابطة سيجما ( σ ) واحدة ورابطة باي (π) واحدة أو اثنتين .**

أنه كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة فكلما قصر طول الرابطة كانت أقوى

$F_2$ تساهمية أحادية( أطول وأضعف) - $O_2$ تساهمية ثنائية - $N_2$ تساهمية ثلاثية( أقصر وأقوى) .

**"طاقة تفكك الرابطة" :** هي الطاقة اللازمة لكسر رابطة تساهمية معينة وهي مقدار موجب .

**التفاعل الماص للطاقة :** عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة **أكبر** من مقدار الطاقة الناتجة عن تكون الروابط الجديدة في المواد الناتجة.

**التفاعل الطارد للطاقة :** يحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكون روابط المواد الناتجة **أكبر** من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة .

# (4-2) تسمية الجزيئات

**الفكرة الرئيسة :** تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات ، والأحماض الأكسجينية.

## تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات :

1. يظهر اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية أولاً، ويظهر اسم العنصر الأول كاملاً.
2. يُسمى العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية باستخدام جذر الاسم مع إضافة مقطع ( يد).
3. تُستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية .

**أمثلة :**

| خامس أكسيد ثنائي الفوسفور | ثاني أكسيد الكبريت | ثالث فلوريد النيتروجين | رابع كلوريد النيتروجين |
|---|---|---|---|
| $P_2O_5$ | $SO_2$ | $NF_3$ | $CCl_4$ |

**أسماء شائعة :**

| | | |
|---|---|---|
| ملح الطعام NaCl | الماء $H_2O$ | الهيدرازين $N_2H_4$ |
| صودا الخبز $NaHCO_3$ | الأمونيا $NH_3$ | أكسيد النيتريك NO |

**تسمية الأحماض الثنائية :** يحتوي الحمض الثنائي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط.

وتسمى الأحماض الثنائية الشائعة - ومنها حمض الهيدروكلوريك .

## قواعد تسمية الأحماض الثنائية :

١- "هيدرو" يضاف في الكلمة الأولى لتسمية (الهيدروجين) من المركب.

٢- "يك" تضاف لاسم العنصر الثاني( الكلور) .

لذا فإن محلول HCl في الماء (الهيدروجين والكلور) يصبحان معًا حمض الهيدروكلوريك.

**الحمض الأكسجيني :** يعرف الحمض الذي يتألف من الهيدروجين وأيون أكسجيني .

| الاشتقاق من الأيون عديد الذرات | تسمية الحمض | مثال | أمثلة أخرى |
|---|---|---|---|
| الشق يبدأ ب (هيبو) | يبدأ اسم الحمض بـ (هيبو) وينتهي (وز) | (هيبو كلوريت $ClO^-$ ) يسمى الحمض حمض الهيبو كلوروز HClO | |
| الشق ينتهي بـ ( يت ) | يضاف لاسم الحمض حرفي (وز) | (نيتريت $NO_2^-$ ) يسمى الحمض حمض النيتروز $HNO_2$ | |
| الشق ينتهي بـ (ات) | يضاف لاسم الحمض حرفي (يك) | (نترات $NO_3^-$ ) يسمى الحمض حمض النيتريك $HNO_3$ | |
| الشق يبدأ بـ (بير) | يبدأ اسم الحمض بـ (بير) وينتهي (يك) | (بيركلورات $ClO_4^-$ ) يسمى الحمض حمض البيركلوريك $HClO_4$ | |

# (3-4) التراكيب الجزيئية

**الفكرة الرئيسة :** تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معا داخل الجزيء.

**الصيغة البنائية :** نموذج الذي يستعمل الرموز والروابط لبيان مواقع الذرات .

الأيون مشحوناً بشحنة سالبة يكون هناك عدد أكبر من الإلكترونات وإذا كان مشحونا بشحنة موجبة يكون عدد الإلكترونات أقل .

يمكن باستخدام مجموعة الذرات نفسها الحصول على أكثر من تركيب لويس صحيح .

**الرنين:** حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون .

**استثناءات القاعدة الثمانية :**

١- العدد الفردي من الكترونات التكافؤ .

٢- حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات والرابطة التساهمية التناسقية .

**الرابطة التساهمية التناسقية:** عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيونا آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكونا ترتيبا إلكترونيا مستقرا بأقل طاقة وضع .

٣- حالات الاستقرار بأكثر من ثمانية الكترونات :- هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزيء .

**استراتيجية حل المسألة :** رسم تراكيب لويس ( الكتاب ص ١٣٢)

**أشكال الرنين :** الحصول على أكثر من تركيب لويس للجزيء نفسه .

**الرنين :** حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون.

**الشكل 14–4** أشكال الرنين لأيون النترات $NO_3^-$.
a. تختلف أشكال الرنين هذه في مكان الرابطة الثنائية فقط. ولا تتغير أماكن ذرات النيتروجين والأكسجين.
b. يكون أيون النترات الحقيقي هو متوسط أشكال الرنين الثلاثة في a.
تبين الخطوط المنقطة أماكن محتملة للرابطة الثنائية.

# (4-4) أشكال الجزيئات

**الفكرة الرئيسة :** يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء .

**نموذج VSEPR :** التنافر بين أزواج إلكترونـات التكافؤ .

ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة.

تتنافر أزواج الإلكترونات في الجزيء بطريقة مماثلة، وتعمل قوى التنافر هذه على تثبيت مواقع الذرات في الجزيء بحيث تصنع زوايا ثابتة بعضها مع بعض. وتعرف الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية بزاوية الرابطة

**التهجين:** حيث تختلط المستويات الفرعية لتكون مستويات مهجنة جديدة متماثلة

**الجدول 6-4 الأشكال الفراغية للجزيئات**

| الجزيء | العدد الكلي لأزواج الإلكترونات | الأزواج المشتركة | الأزواج غير الرابطة | المستويات المهجنة | أشكال الجزيئات |
|---|---|---|---|---|---|
| $BeCl_2$ | 2 | 2 | 0 | sp | 180° خطي |
| $AlCl_3$ | 3 | 3 | 0 | $sp^2$ | 120° م ث ث مستو |
| $CH_4$ | 4 | 4 | 0 | $sp^3$ | 109.5° رباعي الأوجه منتظم |
| $PH_3$ | 4 | 3 | 1 | $sp^3$ | 107.3° م ث ثي هرمي |
| $H_2O$ | 4 | 2 | 2 | $sp^3$ | 104.5° منحن |
| $NbBr_5$ | 5 | 5 | 0 | $sp^3d$ | 90° 120° ثنائي الهرم م ث ثي (السداسي الأوجه) |
| $SF_6$ | 6 | 6 | 0 | $sp^3d^2$ | 90° 90° ثما ني الأوجه منتظم |

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفلقات (الفصوص) فتمثل أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطيًا

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط كما في الميثان $CH_4$ يكون الشكل رباعي الأوجه منتظمًا والزوايا بين الروابط 109.5°.

لجزيء $PH_3$ ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104°. مما يجعل شكل جزئ الماء منحنيًا.

لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلّل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.

ليس لجزيء $SF_6$ أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكوّن شكلاً ثماني الأوجه.

# (4-5) الكهرو سالبية والقطبية

**الفكرة الرئيسة :** يعتمد نوع الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة.

**الكهروسالبية :** تشير إلى القدرة النسبية للذرة لجذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

**الرابطة التساهمية الغير قطبية ( نقية ):** يكون فرق الكهروسالبية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفراً.

**الرابطة التساهمية القطبية:** تتكون عندما لا تتساوى العناصر المرتبطة في قيم الكهروسالبية .

**الرابطة الأيونية :** عندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة حيث ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى.

**الجدول 4-7** فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة

| فرق الكهروسالبية | نوع الرابطة |
|---|---|
| $>1.7$ | أيونية غالبًا |
| $0.4-1.7$ | تساهمية قطبية |
| $<0.4$ | تساهمية غالبًا |
| 0 | تساهمية غير قطبية |

**قطبية الجزيئات :** تكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية .

**القطبية وشكل الجزيء :** يمكن معرفة قطبية الجزيء من شكل الجزيء التساهمي .

**( علل؟)** $CCl_4$ , $CO_2$ هي جزيئات غير قطبية بالرغم من أن روابطهما قطبية .

لأن محصلة العزوم الكهربية للجزيء تساوي صفراً .

**الذوبانية :** تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية .

أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في مواد غير قطبية .

- ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، لهما المظهر نفسه، ولكنهما يختلفان في خواصهما عند التسخين. فالملح لا ينصهر ، أما السكر فينصهر عند درجات حرارة منخفضة بسبب قوى التجاذب الضعيفة بين الجزيئات.

**القوى بين الجزيئات :** قوى الجذب بين الجزيئات وبعضها هي قوى ضعيفة ومن تلك القوى قوى فان ديرفال ، قوى التشتت ، قوى ثنائية القطب ، الروابط الهيدروجينية .

التساهمية تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات قوية

- تعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى التي تربط الجزيئات معا .
- ولأن هذه القوى ضعيفة لذا تكون درجات انصهار هذه المواد وغليانها منخفضة مقارنة بالمواد الأيونية والبرافين الموجود في الشمع من المواد الصلبة التساهمية اللينة .

**المواد الصلبة التساهمية الشبكية :** ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية .

**ومن الأمثلة على هذه المواد الألماس والكوارتز .**

تكون المواد الصلبة التساهمية الشبكية هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة ،

مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية.

# الفصل الخامس / الحسابات الكيميائية

## (1-5) المقصود بالحسابات الكيميائية

**الفكرة الرئيسة:** تحدد كمية كل مادة متفاعلة عند بداية التفاعل الكيميائي كمية المادة الناتجة.

**الحسابات الكيميائية :** هي دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي .
وتعتمد الحسابات الكيميائية على **قانون حفظ الكتلة** الذي ينص على أن المادة لا تفنى ولا تستحدث في التفاعل الكيميائي إلا بقدرة الله تعالى . **كمية المواد الناتجة = كمية المواد المتفاعلة**

لقد تعلمت أن المعاملات في المعادلة الكيميائية تظهر العلاقات بين مولات المواد المتفاعلة ومولات المواد الناتجة

**النسبة المولية:** نسبة بين أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة .

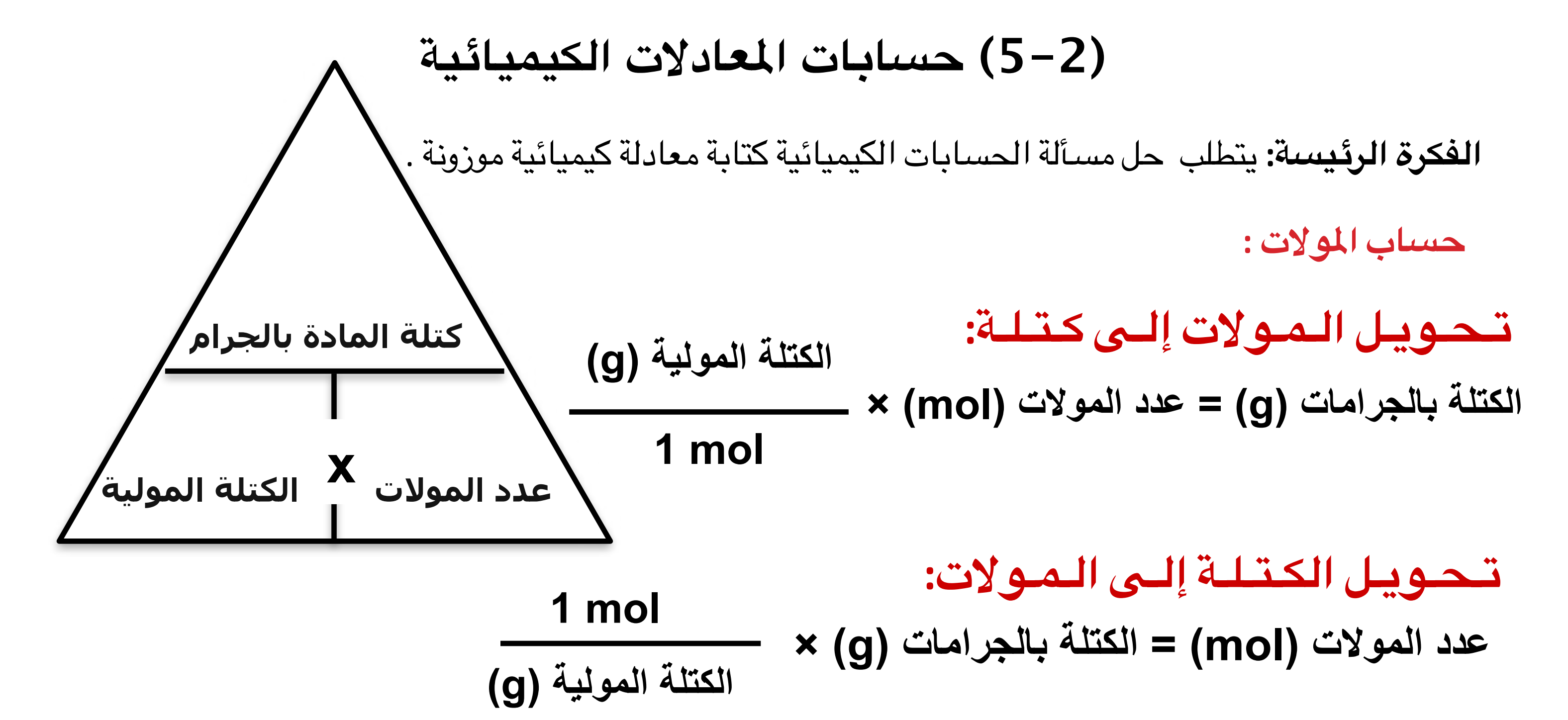
لاحظ أن عددالنسب المولية التي يمكن كتابتها لتفاعل يحوي (n) من المواد ستكون $n(n-1)$.

مثال/ التفاعلات التي فيها 4 مواد يمكن كتابة 12 نسبة مولية ، 5 مواد يمكن كتابة و 20 نسبة مولية منها على التوالي .

## (2-5) حسابات المعادلات الكيميائية

**الفكرة الرئيسة:** يتطلب حل مسألة الحسابات الكيميائية كتابة معادلة كيميائية موزونة .

**حساب المولات :**




### تحويل المولات إلى كتلة:

$$\text{الكتلة بالجرامات (g)} = \text{عدد المولات (mol)} \times \frac{\text{الكتلة المولية (g)}}{1\ mol}$$

### تحويل الكتلة إلى المولات:

$$\text{عدد المولات (mol)} = \text{الكتلة بالجرامات (g)} \times \frac{1\ mol}{\text{الكتلة المولية (g)}}$$

$$\text{عدد مولات المادة المجهولة( المطلوبة في المسألة)} = \text{عدد مولات المادة المعروفة (المعطاة في المسألة)} \times \frac{\text{عدد مولات المادة المجهولة( في المعادلة)}}{\text{عدد مولات المادة المعروفة ( في المعادلة)}}$$

- تعد كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة الخطوة الأولى في حل مسائل الحسابات الكيميائية.
- تستخدم النسب المولية المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة في الحسابات الكيميائية.
- تستخدم الحسابات الكيميائية لحساب كميات المواد المتفاعلة والناتجة عن تفاعل معين .

# (5-3) المادة المحددة للتفاعل

**الفكرة الرئيسة:** يتوقف التفاعل الكيميائي عندما تستنفذ أي من المواد المتفاعلة تماما.

**المادة المحددة للتفاعل:** هي المادة التي تستهلك كلِّيا في التفاعل وتحدد كمية المادة الناتجة.

لذلك تبقى كميات من المواد المتفاعلة الأخرى بعد توقف التفاعل بدون استهلاك.

و تُسمى هذه المواد المتبقية **الموادالفائضة**

## تحديد المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة

**عدد مولات المادة المتفاعلة = عدد المولات من الحسابات في المسألة / عدد المولات في المعادلة الموزونة**

- الأقل قيمة ناتجة من قسمة عدد مولات المادة من المسألة على عدد مولات المادة نفسها من المعادلة تكون هي المادة المحددة للتفاعل ، والمادة الأكثر (الأخرى) هي الفائضة من التفاعل .
- يجب معرفة المادة المحددة للتفاعل أولاً ومن ثم المادة الفائضة ، (وهي كلها مواد متفاعلة )

كما يجب حساب كميات المواد المتفاعلة المستهلكة كليًّا ( المحددة للتفاعل ) والمتبقية بعد التفاعل ( الفائضة ) .

# (5-4) نسبة المردود المئوية

**الفكرة الرئيسة:** نسبة المردود المئوية قياس لفاعلية التفاعل الكيميائي .

**المردود النظري:** أكبر كمية من الناتج يمكن الحصول عليها من كمية المادة المتفاعلة المعطاة.

**المردود الفعلي:** هو كمية المادة الناتجة عند إجراء التفاعل الكيميائي عملياً.

**نسبة المرود المئوية:** للنواتج هي نسبة المردود الفعلي إلى المردود النظري في صوره نسبة مئوية.

**نسبة المردود المئوية**

نسبة المردود المئوية = (المردود الفعلي / المردود النظري) x 100

**تلعب نسبة المردود المئوية دوراً مهمًّا في تحديد التكلفة الاقتصادية لكثير من الصناعات .**

# الفصل السادس : الهيدروكربونات

## (1-6) مقدمة إلى الهيدروكربونات

**الفكرة الرئيسة :** الهيدروكربونات مركبات عضوية تحتوي على عنصري الكربون و الهيدروجين فقط وتعد مصدرا للطاقة والمواد الخام .

كان يعتقد العلماء أن المخلوقات الحية العضوية لها قوية حيوية غامضة تمكنها من تركيب مركبات الكربون.
**دحض فكرة القوة الحيوية :** كان فريدريك فوهلر عالم الكيمياء الألماني أول من قام بتحضير مركب عضوي في المختبر .

**المركب العضوي :** هي المركبات التي تحتوي على الكربون ما عدا أكاسيد الكربون، والكربيدات والكربونات.

- **الكيمياء العضوية:** هي علم من علوم الكيمياء يهتم بدراسة عنصر الكربون بصورة أساسية .

**الهيدروكربونات :** المركبات التي تحتوي على عنصري الكربون والهيدروجين فقط .

- أبسط المركبات العضوية غاز الميثان $CH_4$ وهو أبسط جزيء هيدروكربوني والمكون الرئيس للغاز الطبيعي ، ومن أجود أنوا ع الوقود .

- **استثناءات مركبات الكربون :** مركبات الكربون عضوية ماعدا أكاسيد الكربون ( $CO_2$ , $CO$ ) والكربيدات ( $CaC_2$ ) ، والكربونات ($Na_2CO_3$) ، والبيكربونات ( $NaHCO_3$ ) .
- يكوّن الكربون أربع روابط تساهمية في تراكيب وسلاسل متفرعة وحلقية من ملايين المركبات .
- يتّحد الكربون مع ذرات الهيدروجين والنيتروجين والأكسجين والكبريت والفوسفور والهالوجينات.

### نماذج الهيدروكربونات :

الصيغة البنائية تُظهرالترتيب العام للذرات في الجزيء نموذج الكرة والعصا يُوضح الشكل الهندسي للجزيء.

النموذج الفراغي يُعطي صورة أكثر واقعية عن الكيفية التي يبدو فيها الجزيء .

**الهيدروكربون المشبع:** هو الهيدروكربون الذي يحتوي على روابط أحادية فقط .

**الهيدروكربون غير المشبع:** هو الهيدروكربون الذي يحتوي على رابطة ثنائية أو ثلاثية واحدة على الأقل .

**التفاعل مع البروم:** الهيدروكربون المشبع لايتفاعل مع البروم بينما الهيدروكربون الغير مشبع يتفاعل معه .

**التقطيرالتجزيئي:** عملية تتضمن تبخير النفط عند درجة الغليان ثم تجمع المشتقات أو المكونات المختلفة في أثناء تكثفها عند درجات حرارة متباينة .

**التكسير الحراري:** هي العملية التي تُحول فيها المكونات الثقيلة إلى جازولين عن طريق تكسير الجزيئات الكبيرة إلى جزيئات أصغر . وتحدث عملية التكسير الحراري عند غياب الأكسجين ووجود عامل مساعد .
**الجازولين:** هو خليطا من الهيدروكربونات ، وليس مادة نقية. إذ تتكون معظم جزيئات الهيدروكربونات في الجازولين التي تحتوي على روابط تساهمية أحادية من 5-12 ذرة كربون .

نظام تصنيف رقم الاوكتان ( منع الفرقعة ) ومنها 100, 98 ,91,95, 89 وأرقام أخرى .

# (2-6) الألكانات

**الفكرة الرئيسة:** الألكانات هي هيدروكربونات تحتوي على روابط أحادية فقط .

**الألكانات:** وهي هيدروكربونات تحتوي على روابط أحادية فقط بين الذرات . **( الصيغة العامة $C_nH_{2n+2}$ )**

**استخدامات الألكانات:** يستخدم الميثان كوقود والبروبان كوقود للطبخ والتسخين ، والبيوتان في القداحات وصنع المطاط الصناعي . والأيزوبيوتان بوصفه مادة آمنة بيئيًا فيستخدم في التبريد وفي إنتاج جل الحلاقة .

ويستخدم الهكسان الحلقي في مزيلات الدهان واستخلاص الزيوت الطيارة لتحضير العطور .

**ميثا(١) و إيثا(٢) برب ( ٣) البيت (٤) بنتان(٥) / هكسا(٦) وهبتا(٧) وأخت(٨) النون(٩) ديكان(١٠)**

**تسمية الالكانات:** تنتهي تسميتها بـ المقطع "ان" .

**السلسلة المتماثلة:** سلسلة المركبات التي يختلف بعضها عن بعض في عدد الوحدة المتكررة

**السلسلةالرئيسة:** هي أطول سلسلة كربونية متصلة (مستمرة) عند تسمية الألكانات المتفرعة،

**المجموعات البديلة:** هي كل التفرعات الجانبية

**خطوات تسمية الألكانات:**حسب نظام الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (نظام أيوباك)( IUPAC )

الخطوة الأولى : حدّد عدد ذرات الكربون في أطول سلسلة متصلة .

الخطوة الثانية : رقّم كل ذرة كربون في السلسلة الرئيسة، مبتدأً الترقيم من طرف السلسلة الأقرب إلى المجموعة البديلة .

الخطوة الثالثة : سمّ كل مجموعة ألكيل بديلة .

الخطوة الرابعة : إذا تكررت مجموعة الألكيل نفسها أكثر من مرة بوصفها تفرعا ثنائي ثلاثي رباعي .

الخطوة الخامسة : الترتيب الهجائي باللغة الإنجليزية .

الخطوة السادسة : اكتب الاسم كاملا الشرطات لفصل الأرقام عن الكلمات و الفواصل للفصل عن الأرقام .

**تسمى الألكانات بهذه الطريقة ( رقم التفرع ـ اسم التفرع اسم الألكان وفق أطول سلسلة )**

**الألكانات الحلقية :**

**الهيدروكربون الحلقي:** هو المركب العضوي الذي يحتوي على حلقة هيدروكربونية.

**الألكانات الحلقية:** هي الهيدروكربونات الحلقية المحتوية على روابط أحادية فقط .

**خصائص الأكانات :**

**الخصائص الفيزيائية للألكانات :** جزيئات الأكانات غير قطبية لان روابطها جميعها غير قطبية ولا تذوب في المذيبات القطبية ودرجة غليانها وانصهارها منخفضة لعدم وجود روابط هيدروجينية بين جزيئاتها.

**الخصائص الكيميائية للألكانات :** ضعف نشاطها الكيميائي ، ويمكن إرجاع ضعف النشاط الى الروابط القوية نسبياً بين C-C , C-H .

# (3-6) الألكينات والألكاينات

**الفكرة الرئيسة:** الألكينات هي هيدروكربونات تحتوي على رابطة ثنائية واحدة على الاقل .أما الألكاينات فهي هيدروكربونات تحتوى على رابطة ثلاثية واحدة على الاقل .

**الألكينات** هيدروكربونات تحتوي على الأقل على رابطة ثنائية واحدة أما **الألكاينات** فهي هيدروكوربونات تحتوي على رابطة ثلاثية واحدة على الأقل .

**الألكينات:** هيدروكربونات غير مشبعة تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية واحدة أو أكثر بين ذرات الكربون.

## الصيغة العامة للألكينات $C_nH_{2n}$

**تسمية الألكينات :** تسمى بالطريقة المتبعة في تسميه الألكانات نفسها تقريبا مع تغيير المقطع الأخير ( ان ) للألكان المناظر له في عدد ذرات الكربون إلى المقطع ( ين ) في حالة الألكين .

- يبدأ ترقيم ذرات الكربون في السلسلة الرئيسية ابتداءً من طرف السلسلة الذي يعطي أصغر رقم لأول ذرة كربون في الرابطة الثنائية ثم يستخدم هذا العدد في الاسم .

### تسمى الألكينات بالطريقة/

### ( رقم التفرع ــ اسم التفرع ــ رقم موقع الرابطة الثنائية اسم الألكين وفق أطول سلسلة ) .

- **خواص الألكينات :** الألكينات، مثل الألكانات، مواد غير قطبية، لذا فإن ذائبيتها قليلة في الماء، وتكون درجات انصهارها وغليانها منخفضة. لكن الألكينات أكثر نشاطا من الألكانات ، حيث أن الرابطة المشتركة الثانية تزيد من الكثافة الإلكترونية بين ذرتي الكربون .

- **استخدامات الألكينات :** الإيثين يدخل في تصنيع بولي إيثلين في المواد البلاستيكة المستخدمة الحقائب البلاستيكية و الحبال وعلب الحليب وكذلك ينتج الإيثين في النباتات لإنضاج الفاكهة .

**الألكاينات:** الهيدروكربونات غير المشبعة التي تحتوي على رابطة ثلاثية واحدة أو أكثر بين ذرات الكربون ويعد الإيثاين $C_2H_2$ اسيتيلين .

## الصيغة العامة للألكاينات $C_nH_{2n-2}$

**تسميه الألكاينات :** ( اين ) للألكاين بدلا من ( ين ) للألكين المساوي له في عدد ذرات الكربون .

### تسمى الألكاينات بالطريقة/

### ( رقم التفرع ــ اسم التفرع ــ رقم موقع الرابطة الثلاثية اسم الألكاين وفق أطول سلسلة ).

- **خواص الألكاينات :** للألكاينات خصائص فيزيائية وكيميائية شبيهة بالألكينات .

- والألكاينات أكثر نشاطًا من الألكينات عمومًا ، وذلك لأن الرابطة الثلاثية في الألكاينات تشكل كثافة إلكترونية أكبر مما في رابطة الألكينات الثنائية . وتستعمل مشاعل الأسيتيلين عادة في لحام الفلزات.

# (4-6) متشكلات الهيدروكربونات

**الفكرة الرئيسة:** لبعض الهيدروكربونات الصيغة الجزيئية نفسها، لكنها تختلف في صيغها البنائية.

**المتشكلات** : عبارة عن اثنان أو أكثر من المركبات، لها الصيغة الجزيئية نفسها، إلا أنها تختلف في صيغها البنائية .

**المتشكلات البنائية:** للمتشكلات البنائية الصيغة الجزيئية نفسها، إلا أن مواقع (ترتيب) الذرات فيها .

- المتشكلات البنائية لها الصيغة الجزيئية نفسها إلا أنها تختلف في خصائصها الكيميائية والفيزيائية .

**المتشكلات الفراغية:** متشكلات ترتبط فيها الذرات بالترتيب نفسه، ولكنها تختلف في ترتيبها الفراغي (الاتجاهات في الفراغ).

- **وهناك نوعان من المتشكلات الفراغية :**

١- **في الألكانات** التي تحوي روابط أحادية حيث تكون ذرتا الكربون المرتبطتان برابطة أحادية قادرتين على الدوران بسهولة إحداهما حول الأخرى .

٢- **في الألكينات** عند وجود رابطة تساهمية ثنائية، حيث لا يسمح للذرات بالدوران، وتبقى ثابتة في مكانها .

**(سيس) :** بادئة تعني في الجهة نفسها من الجزيء .

**(ترانس) :** بادئة تعني التركيب الذي تكون فيه مجموعتا الألكيل في جهتين متقابلتين من الجزيء .

وهذه المصطلحات مشتقة من اللغة اللاتينية: (سيس) تعني الجهة نفسها، و(ترانس) تعني الجهة الأخرى .

**المتشكلات الهندسية:**

هي المتشكلات الناتجة عن اختلاف ترتيب المجموعات واتجاهها حول الرابطة الثنائية .

**الكيرالية:**

هي الخاصية التي يوجد فيها الجزيء في صورتين إحداهما تشبه صورة اليد اليمنى والأخرى تشبه صورة اليد اليسرى . وهي كعلاقة جسم وصورته في المرآة ، كتطابق اليد اليمنى مع اليد اليسرى في المرآة .

**المتشكلات الضوئية :**

**ذرة الكربون الغير متماثلة** هي تلك التي ترتبط بأربع ذرات أو أكثر أو مجموعات ذرية مختلفة .

**المتشكلات الضوئية:** متشكلات فراغية ناتجة عن الترتيبات المختلفة للمجموعات الأربع المختلفة و الموجودة

على ذرة الكربون نفسها لها الخصائص الفيزيائية والكيميائية إلا أن تفاعلاتها الكيميائية تعتمد على الكيرالية

أن المتشكلات التي يكون كل منها صورة مرآة للاخرى تسمى المتشكلات الضوئية متشكل D و متشكل L .

# (5-6) الهيدروكربونات الأروماتية

**الفكرة الرئيسة:** تتصف الهيدروكربونات الأروماتية بدرجة عالية من الثبات ، بسبب بنائها الحلقي حيث تتشارك الإلكترونات في عدد الذرات .

صيغة البنزين الجزئية $C_6H_6$

حلم كيكولي : ساعد حلم كيكولي في استنتاج صيغة البنزين وهي الحلقة السداسية .

شكل جزيء البنزين سداسي يتكون من ذرات الكربون تتناوب فيه الروابط الكيميائية المزدوجة .




**الشكل 6-26** توجد الهيدروكربونات الأروماتية في البيئة بسبب الاحتراق غير الكامل للهيدروكربونات وتستخدم في صناعة الكثير من المنتجات.

**المركبات الأروماتية:** هي المركبات العضوية التي تحتوي على حلقات البنزين جزءًا من بنائها.

**المركبات الأليفاتية :** هي الزيوت ذات الرائحة الطيبة الموجودة في البهارات و الفواكه وغيرها من أجزاء النباتات مثل الألكانات والألكينات والألكاينات .

**تسمية المركبات الأروماتية :**

أمثلة:

$CH_3$ — ميثيل بنزين (تولوين)

$CH_2CH_3$ — إيثيل بنزين

$CH_3$ / $CH_3$ — 1، 4-ثنائي ميثيل بنزين

**المواد المسرطنة :**

استخدام الكثير من المركبات الأروماتية وبخاصة البنزين والتولوين و الإكزايلن بوصفها مذيبات صناعية ومخبرية . ولذلك فإن بعض المركبات الأروماتية مواد مسرطنة أي تسبب مرض السرطان .

**بنزوبايرين :** أول مادة مسرطنة تم اكتشافها وكانت توجد في سِناج المداخن وهي مادة أروماتية ،

وتوجد أيضًا في دخان السجائر وعوادم السيارات .

وهناك العديد من المواد المسرطنة الأخرى عافانا الله وإياكم .




قناة يوتيوب Chemistry 3311
خاصة بتبسيط الدروس
حساب تويتر Chemistry 3311
ينقل لكم كل ما فيه فائدة لمقررات
كيمياء المرحلة الثانوية

مذكرات دراسية - ملخصات - فيديوهات
أسئلة - معلومات كيميائية
مفيدة لطالب المرحلة الثانوية
وللاختبار التحصيلي

إعداد أ/ هادي محمد المالكي